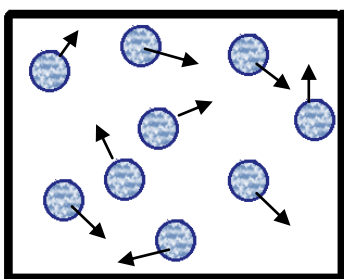


TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

Daniel Bernoulli dedujo la Ley de Boyle aplicando a las moléculas las leyes del movimiento de Newton en 1738, pero su trabajo fue ignorado durante más de un siglo. Posteriormente, los experimentos de Joule demostrando que el calor es una forma de energía, hicieron renacer las ideas de Bernoulli y se estableció la Teoría Cinético molecular que explica el comportamiento de los gases y se basa en los siguientes postulados:

- Los gases están formados por partículas (átomos o moléculas) muy pequeñas y muy separadas. El volumen del conjunto de partículas se considera despreciable en comparación con el volumen del gas.
- Estas partículas se mueven de forma continua y al azar, con trayectorias rectilíneas.
- Las partículas chocan entre sí y contra las paredes del recipiente que las contiene. Estos choques tienen una duración despreciable, es decir, son instantáneos.
- Los choques son elásticos, es decir, no varían la energía cinética de las partículas
- La energía cinética es directamente proporcional a la temperatura ($E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 = k \cdot T$)



La teoría cinético-molecular explica las características de los gases (se adaptan al volumen del recipiente, se pueden comprimir y ejercen presión) así como las leyes:

Ley de Boyle: Si a temperatura constante, disminuimos el volumen a la mitad, al ser la Energía cinética la misma, las partículas chocan el doble de veces, es decir la presión se duplica.

Ley de Charles y Gay-Lussac: al duplicar la temperatura, también se duplica la Energía cinética y por tanto la velocidad de las partículas. Para mantener la presión constante, el volumen tiene que duplicarse.

Ley de Dalton: siendo las partículas de tamaño despreciable, cada gas actúa como si estuviera solo.

http://www.educaplus.org/gases/tcm_y_p.html

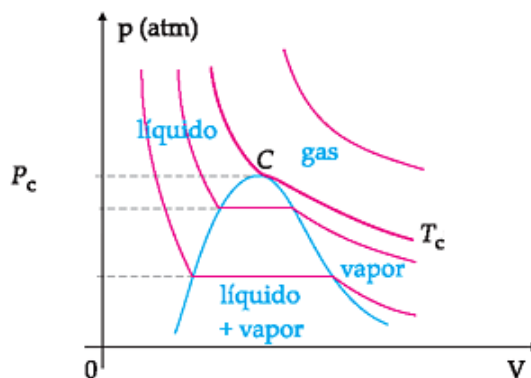
Los gases reales

En la vida real, los gases están formados de átomos y moléculas que ocupan un volumen finito, y además los átomos y moléculas interactúan entre sí a través de fuerzas intermoleculares.

Si observamos las isothermas de un sustancia, el gas real presenta un punto de inflexión (punto C) característico de cada sustancia por debajo del cual, coexisten la fase líquida y la fase de vapor.

Por debajo de esta isoterma crítica, coexisten las fases líquidas y de vapor. La presión constante en la que se produce se denomina **presión de vapor**.

Por encima de la isoterma crítica la sustancia siempre está en estado gaseoso.



Las fuerzas intermoleculares

Un gas real (temperaturas bajas y presiones altas) presentan variaciones en su volumen respecto a los gases ideales.

En un gas real existen fuerzas de atracción entre las moléculas que las acercan un poco más unas a otras.

La presión de un gas proviene de la fuerza de las moléculas gaseosas al chocar contra las paredes del recipiente. Las fuerzas de atracción desacelera la molécula un poco antes de que choque contra la pared del recipiente.

Como resultado el gas real tiene un volumen menor en comparación con lo que se esperaría de acuerdo con la ecuación de los gases ideales.

El efecto de las fuerzas intermoleculares es mucho más notable a temperaturas bajas porque las moléculas tienen menos energía cinética para superar las fuerzas de atracción intermolecular.

La ecuación de van der Waals

Es una ecuación sencilla para explicar el comportamiento de los gases reales. Incorpora el efecto del volumen de las moléculas de un gas y las fuerzas intermoleculares en la ecuación de los gases ideales.

El volumen en un gas real es menor porque resta el volumen ocupado por cada molécula (b) por el número de moléculas: $(V - n \cdot b)$

La presión en un gas real es menor porque existe interacción entre las moléculas. A la presión real se le suma la presión interior (p_0) que depende de la densidad de partículas ($\frac{n}{V}$) y la distancia entre ellas, de

manera que la nueva presión es $\left(p + a \cdot \left(\frac{n}{V}\right)^2\right)$

La ecuación quedará así:

$$\left(p + a \cdot \left(\frac{n}{V}\right)^2\right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

Presión alta: las moléculas de gas ocupan demasiado espacio

A presión alta, las moléculas de gas están más apiñadas y se reduce la cantidad de espacio vacío entre ellas.

El volumen de la ecuación de los gases ideales es el volumen **vacío** en el que se mueven las moléculas de gas. Suponemos que este volumen es igual al del recipiente cuando las moléculas gaseosas no ocupan demasiado espacio.

Para una presión dada, el gas real terminará ocupando un *volumen mayor que el previsto por la ley de los gases ideales* puesto que también tenemos que tomar en cuenta el volumen adicional de las propias moléculas del gas.

¿Cuánto ocupa una molécula de gas?

El volumen de una sola molécula de nitrógeno es $6,5 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$ o $39,13 \text{ cm}^3$ para un mol de nitrógeno. Si tenemos un mol de gas nitrógeno en un recipiente de 1 litro a 298 K, la presión es relativamente alta (~22,8 bar) según la ley de los gases ideales. A esta presión y volumen, las moléculas de nitrógeno ocupan cerca de 4% del volumen del matraz.

P= presión medida
V= volumen del recipiente
n= moles de gas
R= constante de los gases
T= temperatura (en grados Kelvin)
a y b= constantes que dependen de cada gas

El Cálculo de las propiedades de un gas utilizando la ecuación de Van der Waals, frecuentemente involucra la solución de una ecuación cúbica cuya solución puede ser muy trabajosa.

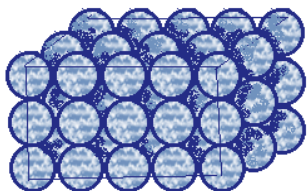
Esta ecuación puede parecer mucho más complicada que la ley de los gases ideales, pero en realidad son muy parecidas. Observa que cuando el valor de V es relativamente grande y n es relativamente pequeña (la situación donde la presión es baja), la ecuación de van der Waals se simplifica a la ecuación de los gases ideales.

<https://es.khanacademy.org/science/chemistry/gases-and-kinetic-molecular-theory/non-ideal-gas-behavior/a/non-ideal-behavior-of-gases>

Las fases condensadas

Cuando la temperatura está por debajo de la isoterma crítica, las interacciones entre partículas ya no son despreciables y la energía cinética disminuye.

Sólidos

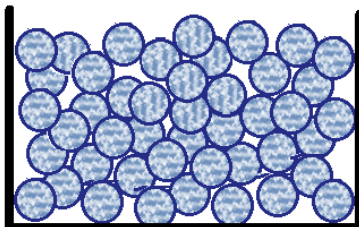


Las partículas están muy próximas y unidas fuertemente, manteniendo posiciones fijas y las distancias que hay entre ellas. Esto da lugar a estructuras tridimensionales geométricas (forma propia), con volumen definido y constante (se consideran incompresibles).

Las partículas poseen un cierto **movimiento de vibración**, que aumenta con la temperatura, por ello, al calentarlos, aumentan las vibraciones y el volumen (dilatación), y pueden llegar a vencerse las fuerzas de atracción (cambio de estado).

También tienen presión de vapor pero son muy bajas (salvo los que subliman, como el yodo o la naftalina, en los que su presión de vapor iguala la presión atmosférica en una temperatura inferior al punto de fusión)

Líquidos



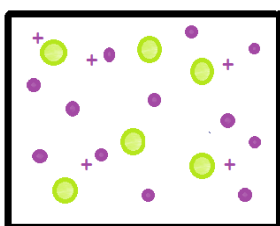
En el estado líquido, las distancias entre las partículas son mayores que en los sólidos, pero su movimiento y sus interacciones impiden que este espacio se reduzca, por lo que son prácticamente **incompresibles**.

Las interacciones impiden la dispersión, pero la movilidad que poseen las partículas permite que se desplacen, por lo que **fluyen** (pero con cierta resistencia o **viscosidad**) y que se amolden al recipiente.

Los líquidos presentan **propiedades de superficie**: las partículas situadas en el interior experimentan interacciones con las que se encuentran alrededor, pero las partículas superficiales poseen interacciones que no están equilibradas o completamente compensadas. Por ejemplo, los líquidos tienden a presentar la mínima superficie posible, ya que existen una serie de fuerzas en ella que tiran de las partículas hacia el interior, formando gotas (la tensión superficial).

A cierta temperatura algunas partículas pueden vencer las interacciones y escapar (**evaporación**). En el caso de que choquen se produce su paso de nuevo al estado líquido (**condensación**). Si el recipiente está abierto todas las partículas escaparán. Si el recipiente está cerrado existe un equilibrio dinámico por el cual las partículas que pasan de líquido a gas y viceversa, se equilibran. La presión que se mide en ese momento es la **presión de vapor**.

La **temperatura de ebullición** es aquella en la que la presión de vapor es igual a la presión atmosférica (la T^a de ebullición varía con la presión, a menor presión atmosférica, menor T^a ebullición, ej.: agua)



Plasma

El plasma es un gas ionizado, donde los átomos o moléculas han perdido parte de sus electrones o todos ellos. Así, el plasma es un estado parecido al gas, pero compuesto por electrones, cationes y neutrones, que tiene la capacidad de conducir electricidad.

El estado de plasma se puede generar por combustión a temperaturas y presiones extremadamente altas, lo que produce que los impactos entre los electrones sean muy violentos y se separen del núcleo. El Sol, la ionosfera, el viento solar están en estado de plasma.